# Ligações Químicas

- Ligações Químicas → Formam-se entre dois átomos → arranjo resultante dos núcleos e elétrons possuem energia mais baixa que a energia total dos átomos separados.
- Mudança de Energia → mudanças na posição dos $e^-$ de valência dos átomos.

- Formação da ligação → Relacionada c/ Estrutura eletrônica → Tabela Periódica (Localização) → Tipo e número de ligações → A partir do Grupo e do período.

# Ligações químicas

- **Ligação química:** é a força atrativa que mantém dois ou mais átomos unidos.
- **Ligação covalente:** resulta do compartilhamento de elétrons entre dois átomos. Normalmente encontrada entre elementos não-metálicos.
- **Ligação iônica:** resulta da transferência de elétrons de um metal para um não-metal.
- **Ligação metálica**: é a força atrativa que mantém metais puros unidos.

# Ligações Iônicas

- → Resulta da atração eletrostática de íons de cargas opostas.

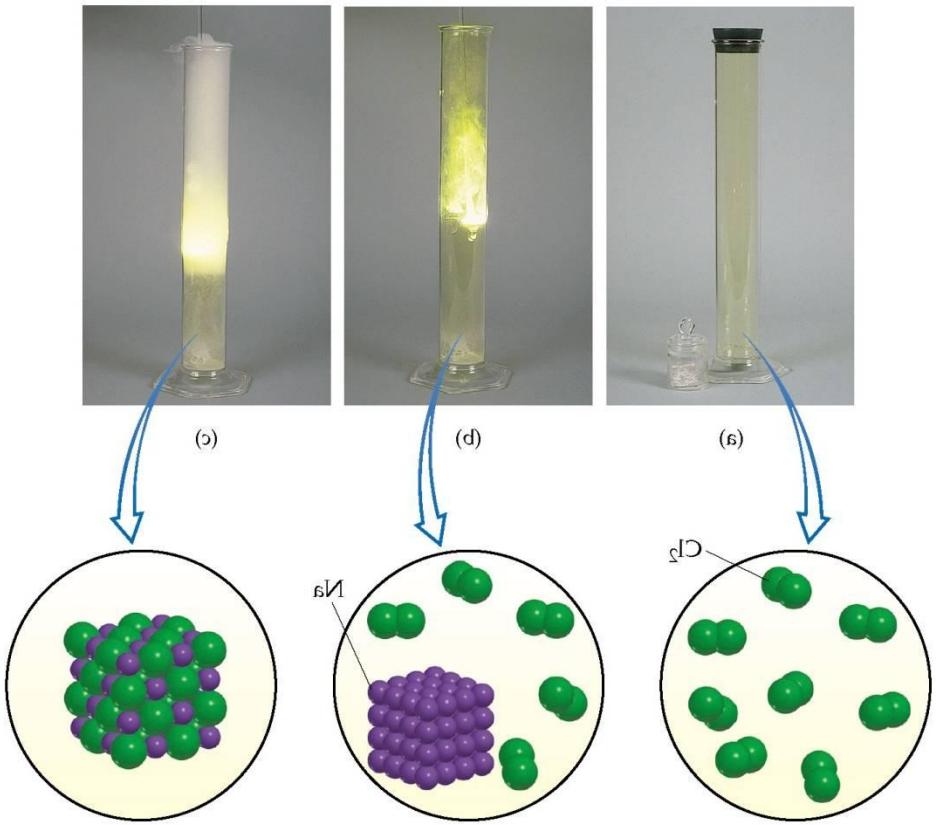
  2.1.1 Formação das ligações iônicas.

  Exemplo: Formação de um cristal de NaCl.

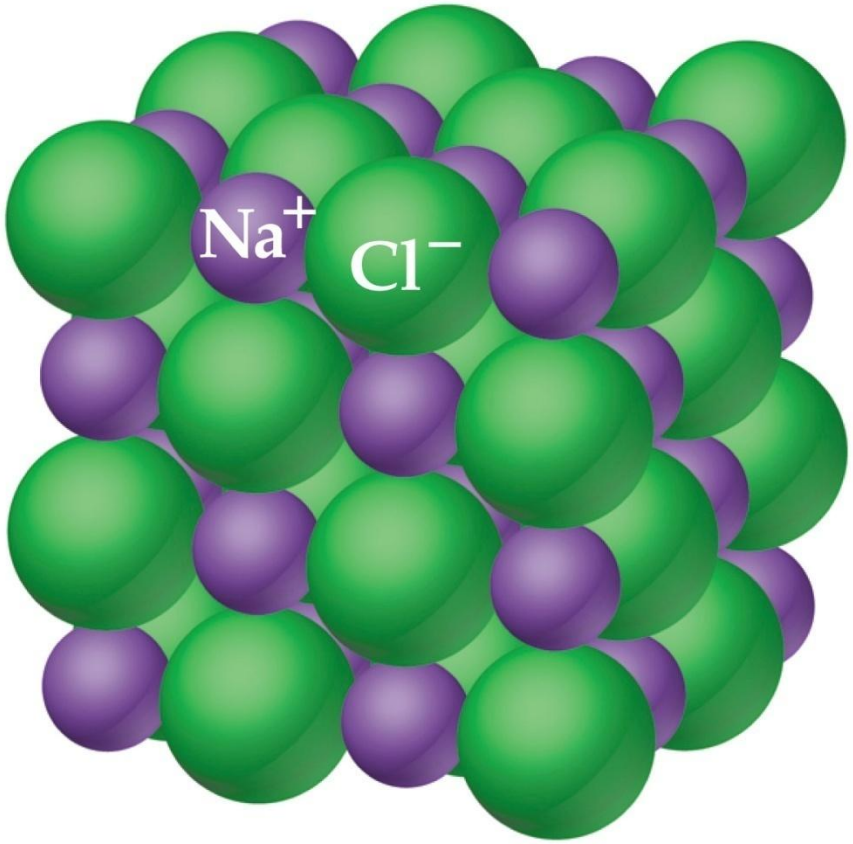
# Ligação iônica

Considere a reação entre o sódio e o cloro:

$$Na(s) + \tfrac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow NaCl(s) \qquad \Delta H^{\circ}_f = -410{,}9 \text{ kJ}$$



# Ligação iônica



# Ligação iônica

- A formação de $Na^+(g)$ e $Cl^-(g)$ a partir de Na($g$) e Cl($g$) é endotérmica. ($\Delta H$ = +147 kJ/mol)
- Há a formação pela ação da força eletrostática
- A formação de uma rede cristalina a partir dos íons na fase gasosa é exotérmica:

$$Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s) \quad \Delta H = -788 \text{ kJ/mol}$$

- A reação $NaCl(s) \rightarrow Na^+(g) + Cl^-(g)$ é endotérmica ($\Delta H$ = +788 kJ/mol). – ENERGIA de REDE
- Logo para formar o composto iônico deve haver uma diminuição no balanço de energia.

# Interações entre íons

- Energia potencial de Coulomb (eletrostática) → soma entre íons de mesma carga (repulsão) e íons de carga opostas (atração) → responsável pelo formação dos compostos iônicos.
- Energia de rede → indica que os íons interagem fortemente → sólido fortemente ligado

# Ligação iônica

- **Energia de rede:** é a energia necessária para separar completamente um mol de um composto sólido iônico em íons gasosos.
- A energia de rede depende das cargas nos íons e dos tamanhos dos íons:

$$E_l = \kappa \frac{Q_1 Q_2}{d}$$

$\kappa$ é uma constante (8,99 x $10^9$ J m/$C^2$), $Q_1$ e $Q_2$ são as cargas nas partículas e $d$ é a distância entre seus centros.

# Ligação iônica

## Energias envolvidas na formação da ligação iônica

A energia de rede aumenta à medida que:

- As cargas nos íons aumentam
- A distância entre os íons diminui

# Ligação iônica

TABELA 8.2 Energias de rede para alguns compostos iônicos

| Composto | Energia de rede (kJ/mol) | Composto | Energia de rede (kJ/mol) |
|---|---|---|---|
| LiF | 1.030 | $MgCl_2$ | 2.326 |
| LiCl | 834 | $SrCl_2$ | 2.127 |
| LiI | 730 | | |
| NaF | 910 | MgO | 3.795 |
| NaCl | 788 | CaO | 3.414 |
| NaBr | 732 | SrO | 3.217 |
| NaI | 682 | | |
| KF | 808 | ScN | 7.547 |
| KCl | 701 | | |
| KBr | 671 | | |
| CsCl | 657 | | |
| CsI | 600 | | |

# Características da Ligação Iônica

Ex: MgO → resiste a altas temperaturas
"refratário" utilizada em fornos.

→ Forte atração entre íons → alto ponto de fusão e fragilidade.

→ Ligações Iônicas são não direcionais.

# Ligação Iônica

"Íons empilham-se em estruturas cristalinas regulares. Sólidos iônicos têm tipicamente altos pontos de fusão e ebulição, e são quebradiços. A interação coulômbica entre os íons em um sólido é grande quando os íons são pequenos e com carga alta".

# Formação da ligação Iônica

“Para predizer a configuração eletrônica de um cátion monoatômico, remova os elétrons mais externos na ordem np, ns e (n-1)d; para um ânion monoatômico, adicione elétrons até atingir a configuração do próximo gás nobre. A transferência de elétrons resulta na formação de um octeto de elétrons na camada de valência de cada átomo: os metais adquirem um octeto pela perda de elétrons e os não metais pelo ganho de elétrons “.

# Ligação iônica

**Íons de metais de transição**

- As energias de rede compensam a perda de até três elétrons.
- Em geral, os elétrons são removidos dos orbitais em ordem decrescente de *n* (i.e. os elétrons são removidos do 4*s* antes do 3*d*).

**Íons poliatômicos**

- Os íons poliatômicos são formados quando há uma carga global em um composto contendo ligações covalentes. Por exemplo, g. $SO_4^{2-}$, $NO_3^-$.